

Artículo de revisión

Física y Anestesia

Physics and Anesthesia

(Primera parte)

Granados-Tinajero SO: Médico Anestesiólogo Clínica Buenrostro de Cirugía Plástica y Medicina Hiperbárica.  
Tijuana, Baja California, México.

granadosts@gmail.com

El día y la noche se suceden aún sin ser analizados, tal como se pueden suceder los fenómenos de la física en la anestesia. Sólo el conocimiento detallado de los meridianos científicos puede salvarnos de amanecer imprevistos o trasnochar arrepentidos.

Para anestesiólogos...con el propósito de entendernos en un lenguaje cotidiano.

Eugenio Brugna.

**Resumen**

Los gases ideales son aquellos, en que las fuerzas de atracción entre sus moléculas son despreciables, en donde el tamaño de estas moléculas, en relación al volumen sería infinitamente pequeño. La mayoría de las leyes de los gases, cumplen con la denominación de gases ideales.

La mayoría de los gases anestésicos solo cumplen las leyes de los gases perfectos, en un rango de temperatura y presiones muy pequeño, dado que muchos de ellos a temperaturas ambientales son líquidos. Al referirnos a los gases, hemos de considerar las principales características físicas implicadas:

volumen, temperatura, humedad y presión, también habrá que considerar la cantidad de gas.

**Palabras Clave:** Leyes de los gases, gases anestésicos, gases medicinales.

**Abstract**

Ideal gases are those in which the forces of attraction between molecules are negligible, where the size of these molecules, in relation to the volume would be infinitely small. Most of the laws of gases, comply with the name of ideal gases. Most of the anaesthetic gases only meet law of perfect gases, in a very small range of temperature and pressure, given that many of them at ambient temperatures are liquids. When we refer to the gases, we consider the main physical characteristics involved: volume, temperature, humidity and pressure, we will also have to consider the amount of gas.

**Keywords:** Laws of gases, anesthetic gases, medical gases.



### Teoría molecular de la materia.

Antes de tratar de asomarnos a las leyes físicas de los gases, es conveniente abordar cierta información básica, de una serie de conceptos como son, la teoría molecular de la materia, los gases perfectos, las magnitudes: volumen, temperatura, presión y sus unidades, cuales son las escalas de temperatura, y a que se denomina cero absoluto, la hipótesis y el número de Avogadro.

La materia está constituida por moléculas, que pueden existir en diversos estados o fases de agregación: sólido, líquido, gaseoso y plasma. Las moléculas están en movimiento continuo, cuando están muy próximas unas de otras, se ponen de manifiesto fuerzas mutuas de atracción. En los sólidos, estas fuerzas fijan tanto a las moléculas que no cambian sus posiciones relativas. En los líquidos, son menos intensas, pudiendo cambiar sus posiciones relativas y por ello los líquidos pueden cambiar de forma, conservando el mismo volumen. En los gases, las moléculas se desplazan rápidamente, estando lejos unas de otras y las fuerzas de atracción entre ellas, no bastan para mantenerlas unidas, por ello los gases, se dilatan indefinidamente, sin más límite que el espacio en el que se alojan.

Las moléculas de un gas se mueven a gran velocidad, chocando contra las paredes del recipiente que las contiene, estos choques causan la presión que ejerce el gas. Si se aumenta el volumen en el que el gas está contenido, disminuye el número de choques moleculares sobre la pared y consecuentemente la presión. Si se aumenta

la temperatura del gas, aumenta la velocidad de las moléculas y su energía cinética, aumentando la presión sobre las paredes.

### Gases perfectos o ideales.

La mayoría de las leyes de los gases, las cumplen los gases denominados perfectos o ideales. Son aquellos en que las fuerzas de atracción entre sus moléculas serían despreciables, y que el tamaño de estas, en relación al volumen sería infinitamente pequeño. En la práctica no existen, si bien el hidrógeno y el helio, se comportan de forma muy parecida al gas ideal. El oxígeno y el nitrógeno se pueden considerar también como gases ideales en el rango de presiones y temperaturas habituales. Sin embargo, la mayoría de los gases anestésicos solo cumplen las leyes de los gases perfectos, en un rango de temperatura y presiones muy pequeño, dado que muchos de ellos a temperaturas ambientales son líquidos.

Al referirnos a los gases, hemos de considerar las principales magnitudes físicas implicadas: volumen, temperatura y presión, también habrá que considerar la cantidad de gas.

### Volumen

El volumen se puede expresar de tres formas distintas: (Tabla 1).

**Tabla 1. Expresiones del volumen de los gases**

1. Volumen ocupado por el gas (V). Su unidad en el sistema Internacional (SI), es el  $m^3$ , también se utiliza el Litro (L).  $1 m^3 = 1000 L$ .
2. Volumen específico (v). Volumen ocupado por unidad de masa de gas en condiciones dadas de temperatura y presión. Su unidad en el SI es el  $m^3/kg$ , también se utiliza el L/g.
3. Volumen molar (Vm). Su unidad en el SI es el  $m^3/mol$ , también el L/mol.



## Temperatura

El calor es la forma de energía que deriva del movimiento molecular de la materia, cualquiera que sea su estado físico. Hipotéticamente el cese total del movimiento molecular y atómico llevaría a la desaparición de la materia como tal, manifestándose con la ausencia de calor o, lo que es lo mismo, habría llegado a la situación térmica denominada cero absoluto. En valores numéricos el cero absoluto corresponde a  $-273.16^{\circ}\text{C}$ .

Existen varias escalas de temperatura:

Escala centígrada o Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ): En esta escala se toma como valor cero a la temperatura de congelación del agua y como valor 100, el de su ebullición a 760 mm Hg. Cada grado es la centésima parte de esa diferencia de temperaturas.

Escala Absoluta o Kelvin ( $^{\circ}\text{K}$ ): Se toma como valor cero, el que obtenido de cálculos teóricos corresponde a la ausencia total de energía calorífica de la materia (cero absoluto), no existe en el universo una temperatura inferior a ésta. Su cero corresponde a  $-273.16^{\circ}\text{C}$ , mientras que el cero centígrado coincide con  $273.16^{\circ}\text{K}$ , de donde se deduce que los grados de ambas escalas son equivalentes. Esta es la escala del SI.

Fahrenheit ( $^{\circ}\text{F}$ ): Se toma como valor 32 grados a la temperatura de congelación del agua y 212 grados al punto de ebullición del agua (a 760 mm Hg). Cada grado es la ciento ochentava parte de esa diferencia de temperaturas.

**Tabla 2. Conversión de temperaturas entre distintas escalas**

Fahrenheit a Centígrados =  
 $(^{\circ}\text{F} + 40)5/9 + (-40)$

Centígrados a Fahrenheit =  
 $(^{\circ}\text{C} + 40)9/5 + (-40)$

Centígrados a Kelvin =  $^{\circ}\text{C} + 273$

Kelvin a Centígrados =  $^{\circ}\text{K} + (-273)$

En la (Tabla 2) se muestra la conversión de temperaturas entre distintas escalas:

## Presión

Es la fuerza ejercida por unidad de superficie. La unidad en el SI es el Newton/m<sup>2</sup>=Pascal, pero por ser una unidad muy pequeña se utiliza un múltiplo de ella: el *kilopascal* KPa=1000 Pascales.

Hay otras unidades que se utilizan muy frecuentemente y conviene conocer. Torricelli demostró que la presión atmosférica a nivel del mar equivalía a la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura, desde entonces se utiliza el mm Hg como unidad de presión. A ese valor de presión se le denominó también atmósfera, es decir, la presión de una atmósfera es igual a 760 mm Hg. Una columna de agua que ejerciera la misma presión tendría que tener 1033 cm (algo más de 10 metros), como el peso específico del agua es 1 g/cm<sup>3</sup> la presión equivalente es 1033 g/cm<sup>2</sup> o 1.033 Kg/cm<sup>2</sup>.

En definitiva: Una atmósfera =760 mm Hg =1033 cm de agua =1033 g/cm<sup>2</sup>=1.033 Kg/cm<sup>2</sup>=101.33 Kpa=1013.3 mbar. Los sajones utilizan como unidad de presión la libra por pulgada cuadrada (psi), 1 atmósfera =14.7 psi.

En ocasiones en medicina se expresa la presión de los gases en tanto por ciento de la presión atmosférica, es decir: 760 mm Hg=100% lo que implica que 7.6 mm Hg =1%, prácticamente la expresión de la presión en porcentajes se corresponde con la expresión en Kpa.

La mayoría de los aparatos registradores de presión marcan cero a la presión ambiental, por ello las presiones que determinan son presiones relativas, habría que añadir, el equivalente de una atmósfera para traducirlo a presiones absolutas, esto hay que tenerlo en cuenta a la hora de aplicar las leyes de los gases.

Condiciones normales, estándar o TPS. Este término se utiliza para expresar un gas seco que está a una atmósfera de presión y 0°C de temperatura. (En inglés las siglas son STPD, *(Standar Temperature Pressure Dry)*. Condiciones ambientales. Se refiere a un gas que está a una atmósfera de presión y 20°C de temperatura.

#### **Cantidad de gas. Hipótesis de Avogadro. Número de Avogadro.**

La masa es la magnitud que expresa la cantidad de materia. Sin embargo, en el estudio de los gases, en muchas ocasiones es interesante expresar la cantidad de gas en términos de número de moles de gas, (n). Un mol de una sustancia es igual a su peso molecular expresado en gramos.

El número de moles (n) que hay en una masa (m) en gramos de un gas de peso molecular (M) es:  $n=m/M$ . De hecho los gases ideales

cumplen la hipótesis de *Avogadro* que dice que volúmenes iguales de distintos gases a la misma temperatura y presión, contienen igual número de moléculas. En otras palabras, las variaciones de las condiciones del gas V.T.P. están relacionadas con el número de moléculas y no con la masa de éstas. En un mol de cualquier gas hay el mismo número, conocido, por número de *Avogadro* que es igual a  $6.02 \cdot 10^{23}$  moléculas. El número de *Avogadro* es de un valor tan enorme que resulta imposible imaginarlo, aun observando su expresión exponencial.

Se deduce entonces que, a igual volumen y temperatura, el peso de los gases y los vapores es directamente proporcional a sus respectivos pesos moleculares. De esta manera se puede establecer, que dos globos inflados hasta iguales volúmenes, con distintos gases contendrán diferentes cantidades de materia y tendrán peso distinto, no obstante ambos contendrán el mismo número de moléculas (en iguales condiciones de presión y temperatura).

Un mol de cualquier gas a condiciones estándar ocupa 22.4 litros, o dicho de otra forma, el volumen molar de cualquier gas a condiciones estándar es 22.4 litros.

#### **Densidad.**

La densidad es la masa de una sustancia en relación con la unidad de volumen.  $D = M/V$ . Dónde: D= densidad, M= masa y V= volumen. La densidad de los sólidos y líquidos es poco variable, dado que sus volúmenes son relativamente estables ante diferentes temperaturas y presiones; sin embargo en los gases, la temperatura y la presión afectan

severamente el volumen, por lo que la densidad estándar de los gases, se debe determinar a TPN condiciones (temperatura y presión normal), donde el volumen utilizado es de 22.4 litros y la masa es el peso molecular-gramo del gas.

Dg = Peso Molecular-gramo/ 22.4 l: Dónde: Dg = densidad de un gas. Como ejemplo podemos citar la densidad del oxígeno que se obtiene dividiendo el peso molecular- gramo del oxígeno (32) entre el volumen (en el caso de los gases es de 22.4 l) y es por tanto de 1.43 g/L.

#### Densidad estándar de diversos gases:

Oxígeno = 1.43 g/L; Nitrógeno = 1.25 g/L; CO<sub>2</sub> = 1.965 g/L

La densidad de una mezcla de gases se determina por la siguiente ecuación:

D= (Concentración A)(PMG) + (Concentración B)(PMG) + (Concentración C)(PMG)/ 22.4 L:

Dónde: D= densidad de la mezcla de gases. Concentración = concentración del gas A, B, C, etc. PMG = peso molecular del gas.

Mediante esta fórmula podemos calcular por ejemplo la densidad del aire si conocemos su composición y el peso molecular de sus componentes.

#### Composición del aire ambiente

Tabla 3: Composición del aire		
	%	Peso molecular-gramo
<b>Nitrógeno</b>	79	55
<b>Oxígeno</b>	20.9	32
<b>CO<sub>2</sub></b>	0.1	44

D(aire)=(Concentración N)(PMG N) + (Concentración O<sub>2</sub>)(PMG O<sub>2</sub>) + (Concentración CO<sub>2</sub>)(PMG CO<sub>2</sub>)/ 22.4 L.  

$$= (0.79)(55) + (0.209)(32) + (0.001)(44) / 22.4 \text{ litros.}$$

#### Presión de los gases

La presión es igual a la fuerza por unidad de área (g/cm<sup>2</sup> o libra/ pulgada<sup>2</sup>). La presión de un gas se relaciona directamente con la energía cinética de dicho gas, y con la fuerza de gravedad. Cuando la altura aumenta, disminuye la atracción gravitacional sobre las moléculas del gas, lo que provoca disminución de la densidad del gas, con reducción en el número de colisiones y de la energía cinética, y por tanto disminuye la presión del gas. La presión de un gas es directamente proporcional a su concentración y a la energía cinética promedio de sus moléculas y a su vez es directamente proporcional a la temperatura

#### Humedad

El vapor de agua contenido en el aire en condiciones atmosféricas es variable. La temperatura es el factor que afecta de forma más significativa el nivel del vapor de agua contenido en la atmósfera; cuando la temperatura aumenta, se acelera la proporción de la evaporación del agua y aumenta la capacidad de la atmósfera de contener agua. El vapor de agua es el único gas atmosférico que responde de esta forma a los cambios de temperatura.

#### Humedad absoluta (HA)

Es el peso actual del vapor de agua contenido en un volumen dado de gas. Se expresa en



g/m<sup>3</sup> o mg/L. La humedad absoluta máxima a 37°C es de 43.8 g/m<sup>3</sup> o mg/L.

### **Humedad relativa (HR)**

Es la relación entre el contenido (peso o presión) actual de agua en el aire a una temperatura específica y la capacidad máxima (peso o presión) de agua, que puede contener dicho aire a una temperatura específica. Se expresa en %. HR = contenido/capacidad X 100.

Si el contenido de agua se mantiene constante y la temperatura aumenta, la humedad relativa disminuye, porque aumenta la capacidad del aire para contener agua. Lo contrario ocurre al descender la temperatura.

### **Presión parcial:**

En una mezcla de gases que no reaccionan químicamente entre sí, confinada a un volumen determinado, cada componente ejerce una presión igual a la que ejercería si ocupase como único gas todo el volumen, mientras que la presión total de la mezcla es la suma de las presiones individuales de los gases que la componen. Este es el enunciado de la *Ley de Dalton* que se refiere a las presiones parciales de los gases y que además, infiere que las presiones ejercidas por cada componente de una mezcla gaseosa son proporcionales a las cantidades respectivas de los mismos en dicha mezcla.

Esta ley establece que la suma de las presiones parciales individuales de los gases en una mezcla de gases es igual a la presión barométrica total del sistema. La presión parcial (P) del gas es igual a la presión

barométrica (PB) por la concentración (C) del gas en la mezcla.  $P = PB \times C$

A través de esta ecuación podemos determinar la presión de un gas (en este caso el oxígeno) en el aire ambiente conociendo la presión barométrica (760 mm Hg a nivel del mar) y la concentración de dicho gas (fracción de oxígeno de 21%).  $P = PB \times C = 760 \times 0.21 = 159.6 \text{ mm Hg}$ .

Basándonos en la *Ley de Dalton* podemos expresar que la concentración de un gas es igual a la presión parcial del gas (P) dividida por la presión barométrica (PB).  $C = P/PB \times 100$

A nivel del mar la presión total ejercida por la mezcla de gases constituyentes del aire atmosférico es de 760 mm Hg, esos gases son el oxígeno, nitrógeno, gases raros y vapor de agua, aunque para fines prácticos sólo se considera al oxígeno y al nitrógeno, cuyas relaciones de volumen son del 21% y del 79% respectivamente. Por consiguiente, del total de la presión atmosférica a nivel del mar, 160 mm Hg (760 x 21%), (217 gm/cm<sup>2</sup>) son ejercidos por el oxígeno y 600 mm Hg (760 x 79%), (816 gm/cm<sup>2</sup>) por el nitrógeno. Cada uno de dichos valores corresponde a las presiones parciales de estos gases en el aire ambiental.

En el gas alveolar, en cambio, las cantidades de bióxido de carbono y vapor de agua son significativas, a tal grado que las presiones parciales de oxígeno y nitrógeno difieren sustancialmente de las encontradas en el aire del ambiente. El bióxido de carbono, producto del metabolismo, está en equilibrio con la sangre arterial, lo que equivale a decir que ejerce una presión de 40 mm Hg,



mientras que el agua con su vapor está saturando a la mezcla de gases al valor que le corresponde para los 37°C, es decir, ejerce una presión de 47 mm Hg. A su vez la presión total dentro de los alvéolos pulmonares es de 760 mm Hg, valor que es compartido por los tres gases y el vapor de agua, esta situación genera la llamada ley de Dalton modificada.

#### Ley de Dalton modificada.

Incluye el efecto de la humedad en las presiones parciales de los gases. La presión del vapor de agua no sigue la Ley de Dalton porque depende primariamente de la temperatura en las condiciones atmosféricas normales. Cuando se calcula la presión parcial (P) de un gas en una mezcla donde está presente el vapor de agua, debe corregirse la presión barométrica total del sistema antes de calcular la presión parcial de dicho gas.

$P = (P_B - PH_2O) (C)$ . La presión parcial máxima del vapor de agua (PH<sub>2</sub>O) a temperatura de 37°C es de 47 mm Hg.

Al aplicar esta modificación de la Ley al aire ambiental con temperatura de 37°C, a presión barométrica de 760 mm Hg, saturado de vapor de agua (PH<sub>2</sub>O = 47 mm Hg) y concentración de oxígeno de 21%, el cálculo de la presión parcial de oxígeno en el alveolo, muestra los siguientes resultados:  $P = (P_B - PH_2O) (C) = (760 - 47)(0.21) = 149.7$  mm Hg.

Se puede establecer que el gas alveolar, salvo ciertas variaciones producidas por el ciclo respiratorio, se encuentra a 760 mm Hg de presión (a nivel del mar) y su composición porcentual de vapor de agua depende de la temperatura corporal, mientras que la proporción de los demás gases depende de la ventilación y de la composición de la mezcla

inspirada. La composición porcentual normal del gas alveolar y las presiones parciales de sus componentes es la siguiente: (Tabla 4).

Tabla 4: Composición porcentual del gas alveolar y las presiones parciales de sus componentes.

Presión Total	100%	760 mm Hg
Presiones Parciales		
N <sub>2</sub>	75%	570 mm Hg
O <sub>2</sub>	13.5% *	103 mm Hg
CO <sub>2</sub>	5.2%	40 mm Hg
H <sub>2</sub> O	6.3%	47 mm Hg

\*15.4% de la presión atmosférica una vez restadas las presiones parciales del agua y del bióxido de carbono  $(760 - PH_2O - PCO_2) \times 15/100$ .

Una aplicación práctica de estos conceptos puede ser la siguiente: si consideramos que el nitrógeno es un gas inerte y no indispensable para la respiración, podríamos retirarlo de la mezcla ventilatoria y reemplazarlo por otro gas. La nueva situación puede presentarse de varias formas, por ejemplo, como ocurre frecuentemente en la anestesia general cuando no se usa óxido nitroso, ocupando el oxígeno, el total del volumen inspirado y consecuentemente ejerciendo el 100% de la presión, por lo menos a nivel de la boca del paciente.

Robert Boyle nació en Irlanda en 1627. En 1657, leyendo acerca de la bomba de aire de Otto von Guericke, se propuso con la ayuda de Robert Hooke desarrollar mejoras en su construcción, que dieron por resultado la máquina Boyleana o máquina neumática finalizada en 1659 y con la que comenzó una serie de experimentos acerca de las propiedades del aire. En 1660, publicó una



relación de los trabajos realizados con ese instrumento con el título *New Experiments Physico Mechanical touching the spring of air and its effects* (Nuevos experimentos físico-mecánicos sobre la elasticidad del aire y sus efectos).

Usando tal bomba, fue el primero en demostrar la aseveración de *Galileo* de que, en el vacío, una pluma y un trozo de plomo caen a la misma velocidad, y también estableció que el sonido no se transmite en el vacío. Su descubrimiento más importante debido a la bomba de vacío fue el principio (llamado, más tarde, *Ley de Boyle*) de que el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a la presión con la que el gas se comprime y también que, si se elimina la presión, el aire "recupera" (su propia palabra) su volumen original. Habiendo establecido que el aire era comprimible, *Boyle* se convenció de que éste estaba compuesto por pequeñas partículas separadas por espacio vacío. Todas estas ideas se publicaron en un libro con un título muy largo, que suele llamarse "*la elasticidad del aire*" y que desempeñó un papel significativo para establecer la idea de la naturaleza atómica de la materia.

De manera que la ley de *Boyle* se puede expresar de la siguiente forma: la presión y volumen de un sistema de gases varían inversamente, si la temperatura y la cantidad del gas son constantes.  $PV = nRT$  donde:  $nRT$  es igual a la constante  $K$ .

Por tanto en un sistema que tenga temperatura y cantidad de gas constantes, la relación presión-volumen inicial será igual a la

relación presión-volumen final del sistema.  
 $P1V1 = P2V2$

*Edme Mariotte* (1620 - París; 12 de mayo de 1684), abad y físico francés. Estudió la compresión de los gases y llegó a descubrir la ley hoy conocida como ley de *Boyle-Mariotte*: A temperatura constante, el volumen de un gas seco es proporcional al inverso de la presión. Dicho de otro modo, el producto de la presión por el volumen es constante cuando la temperatura no varía. Hoy se sabe que este producto es además proporcional a la temperatura absoluta, expresada en grados Kelvin.  $PV = K$  ( $T$  constante).

Esta ley se puede ilustrar con una jeringa, a la cual se le coloca un tapón, para convertirla en un sistema de cilindro y pistón, si de inicio permitimos que contenga 10 mL de aire sin estar sometida a otra presión que la atmosférica, un aparato que nos midiera la presión interna marcaría cero de presión relativa, o lo que es lo mismo una atmósfera de presión absoluta, si se ejerce una presión al embolo hasta conseguir reducir el volumen de aire a la mitad, el medidor de presión marcará una atmósfera, lo que corresponderá a dos atmósferas absolutas. Resumiendo,

$1 \text{ atm} \times 10 \text{ mL} = 2 \text{ atm} \times 5 \text{ mL}$ , en definitiva  
 $P_1V_1 = P_2V_2$

*La ley de Charles y Gay-Lussac*, frecuentemente llamada *ley de Charles o ley de Gay-Lussac*, es una de las leyes de los gases ideales. Relaciona el volumen y la temperatura de una cierta cantidad de gas ideal, mantenido a una presión constante, mediante una constante de proporcionalidad directa. En esta ley, *Charles* dice que a una

presión constante, al aumentar la temperatura, el volumen del gas aumenta y al disminuir la temperatura el volumen del gas disminuye. Esto se debe a que "temperatura" significa movimiento de las partículas. Así que, a mayor movimiento de las partículas (temperatura), mayor volumen del gas. La ley fue publicada primero por *Louis Joseph Gay-Lussac* en 1802, pero hacía referencia al trabajo no publicado de *Jacques Charles*, de alrededor de 1787, lo que condujo a que la ley sea usualmente atribuida a *Charles*. La relación había sido anticipada anteriormente en los trabajos de *Guillaume Amontons* en 1702. La ley de *Charles* es una de las más importantes leyes acerca del comportamiento de los gases, y ha sido usada de muchas formas diferentes, desde globos de aire caliente hasta acuarios. Se expresa por la fórmula:  $V/T = nR/P$ : donde  $nR/P$  es igual a la constante  $K$ .

Basados en esta ley podemos decir que en un sistema de gases, cuando la presión y la cantidad de gas son constantes, la relación temperatura-volumen inicial será iguales a la relación temperatura-volumen final.  $V1T1/V2T2$ : Además se puede despejar de las siguientes formas:

$$P1 = T1/T2 * P2$$

$$T1 = V1/V2 * T2$$

$$P2 = T2/T1 * P1$$

$$T2 = V2/V1 * T1$$

Dónde:  $V$  es el volumen.  $T$  es la temperatura absoluta (es decir, medida en Kelvin),  $k$  es la constante de proporcionalidad. Siendo la presión constante, la temperatura aumenta y el volumen también. Siendo el volumen

constante, la presión aumenta y la temperatura también.

Las magnitudes de las variaciones del volumen o de la presión de una masa gaseosa dados por las variaciones térmicas, equivalen a 1/273 partes por grado centígrado del volumen o presión respectivamente, que la masa tiene a 0°C (273°K). De lo anterior se deduce que si un gas se enfriara a -273°C no ocuparía volumen. De hecho, mucho tiempo antes que los avances técnicos permitieran conseguir temperaturas cercanas al cero absoluto ya se sabía que era imposible sobrepasarlo al haber deducido de esta ley que no pueden existir temperaturas inferiores a esa, pues los gases no ocuparían ningún volumen.

### Ecuación general de los gases.

Correlacionando las leyes de *Boyle-Mariotte* y *Charles-Gay Lussac* se puede inferir que:

$$\underline{P} \times \underline{V} = K$$

T

Esta ecuación tiene aplicaciones más frecuentes en anestesiología que las correspondientes a cada ley por separado, ello se debe a que casi siempre los fenómenos gaseosos se producen acompañados de cambios térmicos y de presión simultáneamente.

Anestesia en México / Pag. 14  
Para una misma masa gaseosa, los valores iniciales y finales de sus variables conforman una constante cuyo valor se ve reflejado en la ecuación general de los gases como sigue:

$$\frac{P_i \times V_i}{T_i} = \frac{P_f \times V_f}{T_f}$$

En esta fórmula  $P_i$ ,  $V_i$  y  $T_i$  corresponden a los valores iniciales de presión, volumen y temperatura y  $P_f$ ,  $V_f$ , y  $T_f$  son los finales de esas mismas variables. Si aplicamos esta ecuación a la práctica, se puede tomar como ejemplo el caso del inflado de los globos de las sondas traqueales los cuales se llenan habitualmente con aire empleando una jeringa. Esta maniobra de manera correcta debería consistir, en medir la presión de insuflado con el objetivo de no sobrepasar la mínima necesaria, ya que esta es la manera de evitar lesiones de la pared de la vía aérea, ya que hay que considerar que el valor de la presión que se alcance en el momento del llenado experimentará variaciones posteriores debido al calentamiento hasta la temperatura corporal de la masa de aire insuflado. El siguiente ejemplo nos ilustrará como el volumen y la temperatura juega su papel sobre la presión y en este caso en particular la importancia de medir esta última cuando se trata del globo de una sonda traqueal.

Suponiendo que el volumen de expansión a que puede ser sometido un globo en particular es de  $4.9 \text{ cm}^3$  y que más allá de ese valor se comporta como un recipiente rígido debido a la no elasticidad de la pared traqueal, si se infla con  $5 \text{ cm}^3$  de aire, la presión en su interior superará la atmosférica. Por otro lado, la temperatura del gas inyectado es igual a la ambiental ( $25^\circ\text{C}$ ) y en pocos segundos pasará a ser igual a la corporal ( $37^\circ\text{C}$ ). Tanto el cambio de volumen (prácticamente de 0 a  $5 \text{ cm}^3$ ) como el de la temperatura (de 25 a  $37^\circ\text{C}$ ), producirán un cambio de presión en la masa de aire utilizado para el inflado del globo. Al alcanzarse el

equilibrio térmico la presión habrá aumentado por segunda vez, el primer aumento se debió al aumento del volumen (volumen insuflado vs. Volumen del globo), estos cambios influyen en la ecuación general de los gases.  $P_f = \frac{P_i \times V_i \times T_f}{T_i \times V_f}$

En el caso particular del ejemplo anterior, los respectivos valores y el resultado final de la presión dentro del globo son los siguientes:

$P_i=760 \text{ mm Hg}$  (presión atmosférica=jeringa).  
 $V_i=5 \text{ cm}^3$  (volumen insuflado por la jeringa).  
 $T_f=37^\circ\text{C}$  ( $310^\circ\text{K}$ )  
(temperatura traqueal=globo).  
 $T_i=25^\circ\text{C}$  ( $298^\circ\text{K}$ )  
(temperatura ambiental=jeringa).  
 $V_f=4.9 \text{ cm}^3$  (volumen dentro del globo).

$$\frac{760 \text{ mm Hg} \times 5 \text{ cm}^3 \times 310^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K} \times 4.9 \text{ cm}^3} = 806.7 \text{ mm Hg}$$

De esta manera se demuestra que la presión ha superado a la ambiental en  $46.7 \text{ mm Hg}$  ( $806.7-760$ ) o, lo que es lo mismo,  $63.5 \text{ cm}$  de agua. Esta última presión puede ser excesivamente alta, lo que nos debe hacer pensar en la imperiosa necesidad de efectuar la medición de la presión desde el inflado del globo y después en el momento en que se considere el equilibrio térmico con la tráquea del paciente.

### Difusión

Es el movimiento de un gas desde un área de alta concentración a una de baja concentración. Es la propiedad por la que los gases se distribuyen igualmente en la totalidad del recipiente que los contiene.

Los factores que afectan la difusión de un gas a través de otro comprende: (Tabla 5).

**Tabla 5: Factores que afectan la difusión de un gas a través de otro componente**

- 1.- **Gradiente de concentración.** La difusión se produce a favor de un gradiente de concentración desde áreas de presión elevada hacia las de presión baja.
- 2.- **Temperatura.** Su aumento favorece la difusión.
- 3.- **Área de sección transversal.** Se relaciona directamente con la proporción de difusión.
- 4.- **Peso Molecular.** Se relación indirectamente con la difusión.
- 5.- **Distancia a través de la cual debe difundir el gas.** Es indirectamente proporcional a la difusión.

Velocidad de difusión de un gas a través de otro (Vd).  $Vd = (\text{Presión})(\text{Temperatura})(\text{Área sección transversal}) / (\text{Peso molecular})(\text{Distancia})$ .

#### **Solubilidad de un gas en un líquido. Ley de Henry.**

Las moléculas de gas atrapadas en la masa de un líquido con el que entran en contacto se solubilizan en él a excepción de que ocurra una reacción química. Este fenómeno ocurre también con los vapores en los líquidos no correspondientes a ellos como sucede con los anestésicos volátiles y la sangre. La cantidad de gas que se solubiliza en un líquido, según la *ley de Henry*, está en relación directa a la presión parcial del gas. Pero también depende de la facilidad que tiene el gas para solubilizarse en dicho líquido, es decir, de su coeficiente de solubilidad. Por otra parte la solubilidad de los gases en los líquidos está en relación inversa a la temperatura del líquido.

Esta ley expresa el coeficiente de solubilidad de los gases en los líquidos.

Coeficiente de solubilidad del oxígeno en el plasma 37°C = 0.023 mL O<sub>2</sub>/mL sangre/760 mm Hg x PO<sub>2</sub>. Coeficiente de solubilidad del CO<sub>2</sub> en el plasma a 37°C = 0.510 mL CO<sub>2</sub>/mL sangre/760 mm Hg x PCO<sub>2</sub>.

#### **Ley de Graham.**

Establece que la velocidad de difusión (Vd) de un gas a través de un líquido se relaciona indirectamente con la raíz cuadrada de su peso molecular en gramos (PMG).  $Vd = 1 / \text{raíz cuadrada del PMG}$ .

#### **Ley de Henry y Graham combinadas.**

Esta ley plantea que cuando son iguales la presión, la distancia, el área seccional y la temperatura, los únicos factores que afectan la difusión son el peso molecular-gramo (PMG y el coeficiente de solubilidad). Las velocidades de difusión del CO<sub>2</sub> y O<sub>2</sub> pueden compararse por las fórmulas siguientes:

$\text{CO}_2 = \text{Coeficiente de solubilidad del CO}_2 / \sqrt{\text{PMG CO}_2}$

$\text{O}_2 = \text{Coeficiente de solubilidad del O}_2 / \sqrt{\text{PMG O}_2}$

Ahora bien si queremos relacionar sus velocidades de difusión, aplicaremos la siguiente fórmula:

$$\text{CO}_2/\text{O}_2 = (\text{Coeficiente de Solubilidad CO}_2)(\text{VPMG O}_2) / (\text{Coeficiente de solubilidad O}_2)(\text{VPMG CO}_2)$$

$$\text{CO}_2/\text{O}_2 = 0.510 \times 5.66 / 0.023 \times 6.66 = 19/1$$

De donde se establece que la velocidad de difusión del CO<sub>2</sub> es casi 20 veces más rápida que la del O<sub>2</sub> (en realidad 19 veces).

El gas solubilizado en el líquido ejerce una presión, o tensión igual a la que se encuentra en la masa gaseosa. Ambas presiones equilibran el proceso dinámico de traspaso molecular entre las dos fases. En las mezclas gaseosas cada componente se solubiliza independientemente de los demás, obedeciendo a su presión parcial y a su coeficiente de solubilidad en ese líquido.

La solubilidad de un gas se puede definir utilizando diferentes coeficientes. En Anestesiología se utiliza el coeficiente de solubilidad de *Ostwald* ( $\lambda$ ) y el coeficiente de partición o distribución.

El coeficiente de solubilidad de *Ostwald* ( $\lambda$ ) se define como el volumen de gas que se disuelve en la unidad de volumen de líquido a una temperatura determinada.

El coeficiente de partición o distribución, describe la distribución de una sustancia entre dos fases. Se define como la relación entre las cantidades de gas disuelto en iguales volúmenes de dos fases a una temperatura determinada. Si una de las fases es gaseosa entonces el coeficiente de partición es el mismo que el de *Ostwald*. El coeficiente de partición se usa cuando las dos fases son sólidas o líquidas tales como aceite-agua o tejido-sangre.

El coeficiente de partición entre dos fases se puede determinar a partir de los valores de los coeficientes de *Ostwald* en cada una de las

fases, así, suponiendo que  $\lambda_1$  es el coeficiente tejido-gas y  $\lambda_2$  el coeficiente sangre-gas,  $\lambda_1/\lambda_2$ , será igual al coeficiente de partición tejido-sangre.

Los conceptos relacionados con la dilución de los gases son de gran trascendencia en la absorción, distribución y eliminación de los gases anestésicos en el organismo.

Para finalizar esta primera parte, ocuparemos un breve espacio para tomar en consideración algunos conceptos sobre el almacenamiento de los gases medicinales.

#### Almacenamiento de gases medicinales.

Con el fin de almacenar la mayor cantidad o masa de un gas en un tanque con la máxima seguridad, se recurre a aumentar la presión (*ley de Boyle*) y a disminuir la temperatura (*ley de Gay Lussac*) hasta los límites permitidos. Si se enfriá el gas lo suficiente puede almacenarse en forma líquida. También si se sometiera a grandes presiones pero a temperaturas inferiores a la crítica del gas.

El oxígeno se puede obtener a partir de tres métodos: 1) por descomposición térmica de algunos de sus compuestos (reacciones químicas), 2) por electrólisis del agua, y 3) por destilación del aire. El último de los métodos mencionados es el que se utiliza con más frecuencia, por ser económico y rendidor a escala industrial.

La distribución y almacenamiento de oxígeno se efectúa en tanques a una presión relativamente baja (150 atmósferas), o en términos especialmente diseñados para contenerlo en estado líquido.

En las tuberías de distribución, la presión es cercana a las 10 atmósferas, mientras que en las bocas de expendio se asegura una presión de salida de 4 atmósferas mediante la colocación de válvulas reductoras de presión.

En los centros de gran consumo, por razones de comodidad, seguridad, higiene y economía se prefiere que las fuentes de oxígeno líquido sean la única forma de abastecimiento. No obstante las ventajas que ofrece el oxígeno líquido, en muchos sitios se continua utilizándolo comprimido en cilindros como medio



## Referencias.

1. Brugna E. Estados de la Materia. Física y Aparatos en Anestesia. Segunda Edición México 1990, pg 28-181.
2. Villarejo DM. Mecanismos de Acción de la Anestesia General. Rev Mex Anest 1985;8:35-44.
3. Wardley-Smith B, Halsey MJ. Recent Molecular Theories of General Anaesthesia. Br J Anaesth 1979;51:619-626.
4. Ueda I, Shieh DD, Eyring H. Anesthetic Interaction with a Model Cell Membrane. Anesthesiology 1974;41:217-225.
5. Miller KW. Towards the Molecular Bases of Anesthetic Action. Anesthesiology 1977;46:2-4.
6. Koblin DD, Eger EI. Theories of Narcosis. N Engl J Med 1979;301:1222-1224.
7. Trudell JR. A Unitary Theory of Anesthesia Based on Lateral Phase Separations in Nerve Membranes. Anesthesiology 1977;46:5-10.
8. Eyring H, Woodbury JW, D'Arrigo JS. A Molecular Mechanism of General Anesthesia. Anesthesiology 1973;38:415-424.
9. Pocock G, Richards CD. Cellular Mechanisms in General Anaesthesia. Br J Anaesth 1991;66:116-128.
10. Wann KT. Neuronal Sodium and Potassium Channels Structure and Function. Br J Anaesth 1993;71:2-14.
11. Franks NP, Lieb WR. Molecular and Cellular Mechanisms of General Anaesthesia. Nature 1994;367:607-614.
12. Dilger JP, Vidal AM, Mody HI, Liu Y. Evidence for Direct Actions of General Anesthetics on a Ion Channel Protein. Anesthesiology 1994;81:431-442.
13. Franks NP, Lieb WR. Volatile General Anaesthetics Activate a Novel Neuronal K Current. Nature 1988;333:662-664.
14. Urban BW. Differential Effects of Gaseous and Volatile Anaesthetics on Sodium and Potassium Channels. Br J Anaesth 1993;71:25-38.
15. Terrar DA. Structure and Function of Calcium Channels and the Actions of Anaesthetics. Br J Anaesth 1993;71:39-46.
16. Kress HG, Tas PWL. Effects of Volatile Anaesthetics on Second Messenger Ca in Neurones and Non-muscular Cells. Br J Anaesth 1993;71:47-58.
17. Daniels S, Smith EB. Effects of General Anaesthetics on Ligand-Gated Ion Channels. Br J Anaesth 1993;71:59-64.
18. Franks NP, Lieb WR. Selective Actions of Volatile General Anaesthetics at Molecular and Cellular Levels. Br J Anaesth 1993;71:65-76.
19. Franks NP, Lieb WR. Stereospecific Effects of Inhalational General Anaesthetic Optical Isomers on Nerve Ion Channels. Science 1991;254:427-430.
20. Tanelian DL, Kosek P, Mody I, MacLver B. The Role of the GABAa Receptor/chloride Channel Complex in Anesthesia. Anesthesiology 1993;78:757-776.
21. Schwinn DA. Adenoceptors as Model for G Protein-coupled Receptors: Structure, Function and Regulation. Br J Anaesth 1993;71:77-85.
22. Lambert DG. Signal Transduction: G Proteins and Second Messengers. Br J Anaesth 1993;71:86-95.
23. Maze M. Transmembrane Signalling and the Holy Grail of Anesthesia. Anesthesiology 1990;72:959-961.
24. Granados T.S. ¿Cómo Actúan Los Anestésicos Inhalados? Rev. Anest. Mex. 1996;08:3:141. [http://www.fmca.org.mx/revista/RAM\\_96/RAM3/art/art\\_revision/art2/art2.htm](http://www.fmca.org.mx/revista/RAM_96/RAM3/art/art_revision/art2/art2.htm).